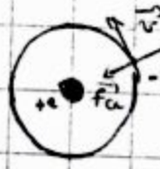
Chapitre II : Modèle classique de l'atome

I - Modèle de Rutherford :

Ce modèle est basé sur l'existence du noyau dans lequel est pratiquement concentré toute la masse de l'atome et autour du quel gravite des électrons.



$\vec{F_a}$: force d'attraction électrostatique.

$$|\vec{F_a}| = \frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0 r^2}$$

$\vec{F_c}$ = force centrifuge due au mvt circulaire.

$$|\vec{F_c}| = m\gamma = m.\frac{v^2}{r}$$

L'équilibre résulte de la compensation de la force d'attraction $\vec{F_a}$ par la force centrifuge $\vec{F_c}$ due à la rotation de l'e⁻ autour du noyau.

$$\|\vec{F_a}\| = \|\vec{F_c}\| \Rightarrow \frac{1}{4\pi\varepsilon_0}.\frac{e^2}{r^2} = m.\frac{v^2}{r} \Rightarrow m.v^2 = \frac{1}{4\pi\varepsilon_0}.\frac{e^2}{r}$$

Or on a : $E_c = \frac{1}{2}m.v^2 \Rightarrow E_c = \frac{1}{8\pi\varepsilon_0}.\frac{e^2}{r}$

L'énergie totale de l'e⁻ est : $E_T = E_c + E_p$

$E_p = q.V \Rightarrow V = \frac{1}{4\pi\varepsilon_0}.\frac{e}{r}$ et $q = -e$

$E_p = -\frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0.r}$ d'où : $\boxed{E_T = -\frac{e^2}{8\pi\varepsilon_0}.\frac{1}{r}}$

ETUDUP .com

L'avantage de ce modèle c'est qu'il fait appel aux lois de la mécanique classique. Par contre, il présente des inconvénients :

- L'énergie E est fct de r, donc elle est continue.
- D'après la théorie électromagnétique lorsqu'une particule chargée est soumise à 1 accélération, elle doit rayonner.

Donc son énergie diminue et r diminue donc l'e⁻ devrait tomber sur le noyau.

Ces deux conclusions sont en contradiction avec l'expérience.

II- Modèle de BOHR :

Pour lever la contradiction précédente, BOHR propose quatre hypothèses.

1/ Description (cas de l'atome d'H)

Pour lever les contradictions suivantes précédentes BOHR propose quatre hypothèses :

- Dans l'atome, le noyau est immobile alors que l'e⁻ de masse m se déplace autour du noyau selon une orbite circulaire de rayon r.
- L'e⁻ ne peut se trouver que sur des orbites privilégiées sans émettre de l'énergie, on les appelle "Orbites stationnaires"
- Lorsqu'un e⁻ passe d'un niveau à un autre, il émet ou absorbe de l'énergie. $\Delta E = h\nu$
- Le moment cinétique de l'e⁻ ne peut prendre que des valeurs entières (quantification du moment cinétique)

$$\vec{L} = \vec{r} \wedge m\vec{v}$$

$$L = r m v = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

ETUDUP .com

$$L = r m v = n \cdot \frac{\hbar}{2\pi}$$

$\hbar$ = C^ste de Planck = $6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J.s

n = entier naturel.

2°/ Aspect qualificatif de l'atome de BOHR :

le système est stable par les deux forces $\vec{F_a}$ et $\vec{F_c}$

- forces d'attraction : $\|\vec{F_a}\| = \frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0 r^2}$

- forces centrifuge : $\|\vec{F_c}\| = \frac{m v^2}{r}$

le système est en équilibre si : $\|\vec{F_a}\| = \|\vec{F_c}\|$

cad : $m v^2 = \frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0 r}$ (1)

Energie totale et rayon de l'orbite

14/10/2010

$E_T = E_c + E_p$ { E_c = énergie cinétique
E_p = énergie potentielle due à l'attraction du noyau

Donc : $E_p = qV = -\frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0 r}$

D'autre part on :

$E_c = \frac{1}{2} m v^2$ Donc : $E_T = -\frac{e^2}{8\pi\varepsilon_0 r}$ (2)

on sait que $m v r = n \frac{\hbar}{2\pi}$

Donc :

$$m v^2 = \frac{n^2 \hbar^2}{4\pi^2 m r^2} \quad (3)$$

(1) et (3) $\Rightarrow r = \frac{\varepsilon_0 \hbar^2}{\pi m e^2} n^2$ (4)

C'est le rayon de l'orbite où circule l'e⁻, il est quantifié.

ETUDUP .com

Si on remplace (4) dans (2) on obtient :

$$E_T = -\frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^2} \cdot \frac{1}{n^2} \quad (5)$$

L'énergie totale d'un e⁻ est donc quantifié

$n \in \mathbb{N}^*$

* Pour $n = 1$ (état fondamental : l'e⁻ occupe l'orbite de rayon r_1 et d'énergie E_1)

$$\begin{cases} r_1 = 5,3.10^{-11}\ m = 0,53\ \text{Å} \quad (1\ \text{Å} = 10^{-10}\ m) \\ E_1 = -21,78.10^{-19}\ J = -13,6\ eV \quad (1\ eV = 1,6.10^{-19}\ J) \end{cases}$$

* Pour $n = 2$ (état excité / 1er)

$$\begin{cases} r_2 = 4 r_1 = 2,116\ \text{Å} \\ E_2 = \frac{E_1}{4} = -3,4\ eV \end{cases}$$

* Pour $n = 3$ (2e état excité)

$$\begin{cases} r_3 = 9 r_1 = 4,761\ \text{Å} \\ E_3 = \frac{E_1}{9} = -1,51\ eV \end{cases}$$

<u>Définition :</u>

1 eV est l'énergie acquise par un e⁻ soumis à une d.d.p de 1 V.

$E = -qV = eV = 1,6.10^{-19} \times 1 = 1,6.10^{-19}\ J = 1\ eV$

Donc : $1\ eV = 1,6.10^{-19}\ J$

3/ Absorption et emission d'énergie :

Un e⁻ ne peut absorber ou (emettre) libérer de l'énergie c.à.d rayonner qu'en passant d'un niveau (orbite) à un autre.

La quantité d'énergie absorbée ou émise est égale à la différence d'énergie entre les niveaux (relation de Planck)

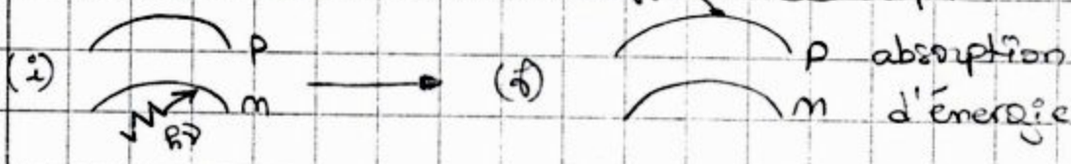
$\Delta E = |E_f - E_i| = h\nu$

ETUDUP.com

E_f = énergie de l'état finale
E_i = énergie de l'état initial
h = Cte de Planck
ν = fréquence de la radiation.

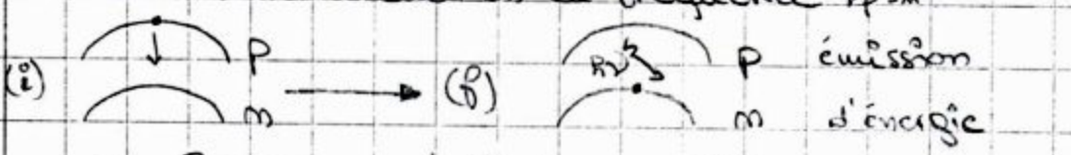
Absorption :

Lorsqu'un é passe d'un niveau n (orbite de rayon r_n) à un niveau p ($p > n$) supérieur (orbite de rayon r_p), il absorbe une radiation de fréquence ν_{n-p}.



Emission :

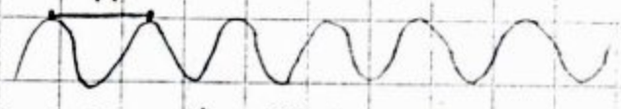
Lorsqu'un e⁻ passe d'un niveau p à un niveau n ($n < p$) il émet une radiation de fréquence ν_{p-n}



III - Rayonnement électromagnétique :

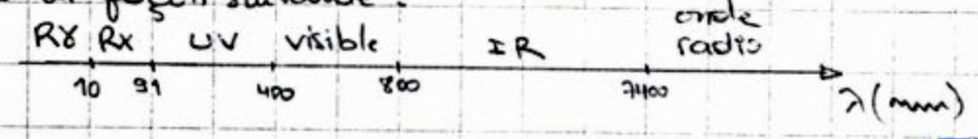
Les rayons lumineux sont caractérisés par la propagation d'1 onde électromagnétique à la vitesse de la lumière ($c = 3 \cdot 10^8$ m/s). Cette onde est caractérisée par sa longueur d'onde λ ou sa fréquence ν ou par son nombre d'ondes σ :

$$\lambda = \frac{1}{\sigma} = \frac{c}{\nu}$$



ν nbre d'oscillation par s (s^{-1}) Hertz
σ " " " m (m^{-1})

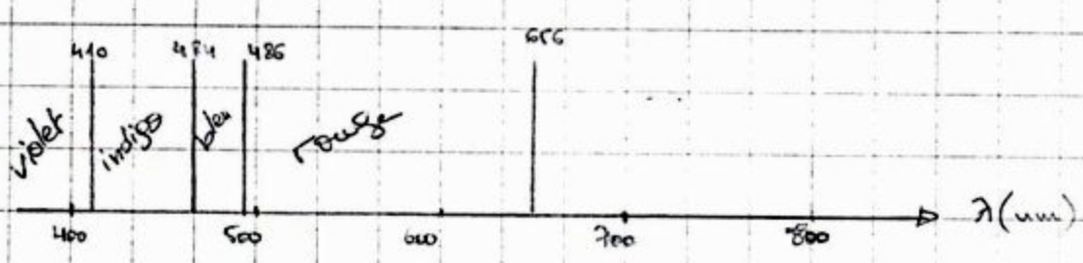
Le spectre de l'ensemble des radiations peut se présenter de la façon suivante :



ETUDUP .com

IV - Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène :

Le spectre de raie de l'atome d'hydrogène présente quatres raies principales dans le domaine visible.



Qualification de l'énergie :

L'énergie absorbée ou émise par le e^- est :

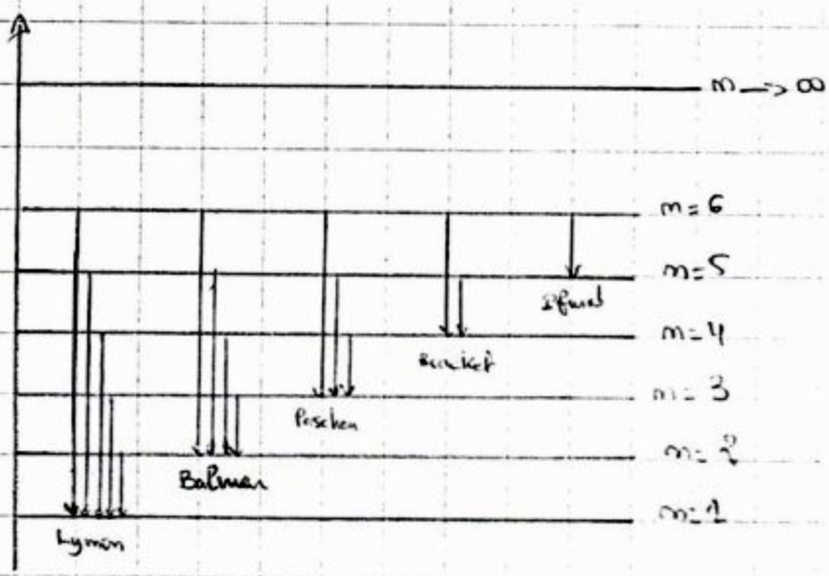
$\Delta E = |E_p - E_n| = h\nu \quad p > n$

$\Delta E = \frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^2}\left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2}\right)$ or $h\nu = \frac{hc}{\lambda}$

càd : $\frac{1}{\lambda} = \sigma = \frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^3 c}\left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2}\right)$; $\frac{1}{\lambda} = R_H\left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{p^2}\right)$

avec : $R_H = \frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^3 c}$ = cste de Rydberg = $1{,}0967 \cdot 10^7\ m^{-1}$

Cette relation permet de calculer les différentes longueurs d'onde. En général, on trouve plusieurs séries de spectre selon l'état où se trouve l'e^- :



ETUDUP.com

- Série de Lymon $n=1$ et $p>1$
- Série de Balmar $n=2$ et $p>2$
- Série de Paschen $n=3$ et $p>3$
- Série de Bracket $n=4$ et $p>4$
- Série de Pfund $n=5$ et $p>5$

ETUDUP .com

6/10/2010

V - Généralisation aux ions hydrogénoïdes:

Ce sont des ions qui possèdent un seul électron.

exemple : $He\ (Z=2) \longrightarrow He^+$ ($1e^-$ et $2p$)

$Li\ (Z=3) \longrightarrow Li^{2+}$ ($1e^-$ et $3p$)

He^+ et Li^{2+} sont des ions hydrogénoïdes. Leur énergie totale s'écrit :

$$\begin{cases} E_T = -\dfrac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^2} \cdot \dfrac{Z^2}{n^2} \\ E_T = E_1 \cdot \dfrac{Z^2}{n^2} \end{cases}$$

avec $E_1 = -13{,}6$ ev, l'énergie de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental.

Le rayon d'une orbite de rang n d'un ion hydrogénoïde est :

$$\begin{cases} r = \dfrac{\varepsilon_0 h^2}{\pi m e^2} \cdot \dfrac{n^2}{Z} \\ r = r_1 \cdot \dfrac{n^2}{Z} \end{cases}$$

avec $r_1 = 0{,}53$ Å étant le rayon de l'atome d'H à l'état fondamental.

Hydrogène :

$$\begin{cases} E_n = -13{,}6 \cdot \dfrac{1}{n^2} \text{ (ev)} \\ r_n = 0{,}53 \cdot n^2 \\ \dfrac{1}{\lambda} = R_H \left(\dfrac{1}{n^2} - \dfrac{1}{m^2}\right) \end{cases}$$

Hydrogénoïde :

$$\begin{cases} E_n = -13{,}6\ \dfrac{Z^2}{n^2} \text{ (ev)} \\ r_n = 0{,}53 \cdot \dfrac{n^2}{Z} \\ \dfrac{1}{\lambda} = Z^2 \cdot R_H \left(\dfrac{1}{n^2} - \dfrac{1}{m^2}\right) \end{cases}$$

$$\begin{cases} \dfrac{1}{\lambda} = \sigma = Z^2 \cdot \dfrac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^3 c} \left(\dfrac{1}{n^2} - \dfrac{1}{p^2}\right) \\ \dfrac{1}{\lambda} = Z^2 R_H \left(\dfrac{1}{n^2} - \dfrac{1}{p^2}\right) \end{cases}$$

Relation de RITZ

ETUDUP .com

VI - Énergie d'ionisation :

C'est l'énergie nécessaire pour amener l'e⁻ de son état fondamental vers l'infinie, c à d arracher un e⁻ à l'atome.

$H \longrightarrow H^+ + 1e^-$ ionisation de H

$\Delta E = E(H^+) - E(H) = E_\infty - E(H) = -E(H) = 13,6 eV$

et encore plus..